

République du Cameroun
Paix – Travail – Patrie

Ministère des Enseignements Secondaires

Republic of Cameroon
Peace – Work – Fatherland

Ministry of Secondary Education

COURS de CHIMIE

Seconde C

Auteur:

FOGHA FABRICE CONSTANT

Professeur des Lycées

Sujetexa.com

Sommaire

Sommaire	i
Chapitre 1 Le noyau atomique.....	1
Chapitre 2 Structure électronique des atomes. Classification périodique des éléments ...	3
Chapitre 3 Classification périodique des éléments	6
Chapitre 4 Les molécules. Notion de volume molaire.....	8
Chapitre 5 Structure de quelques composés ioniques	11
Chapitre 6 Introduction à la chimie organique	13
Chapitre 7 Généralités sur les solutions aqueuses	16
Chapitre 8 Les solutions acides et basiques.....	19
Chapitre 9 Le pH des solutions aqueuses	23
Chapitre 10 Réaction acide – base. Dosage acide – base	25
Chapitre 11 Identification des ions	28
Bibliographie.....	32

Sujetexa.com

Chapitre 1 Le noyau atomique

Situation problème :

La matière vivante est formée à partir de corpuscules élémentaires appelées **atomes**. Un atome est constitué d'un noyau central autour duquel gravitent des électrons.

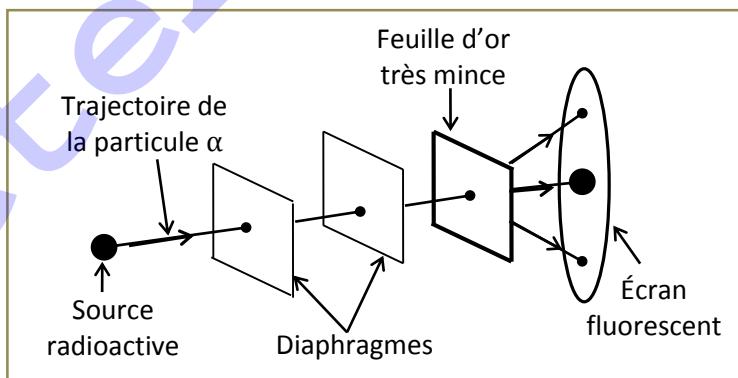
Ali, élève en classe de 3^{ème}, ne comprend pas pourquoi l'atome est électriquement neutre et que les électrons ne s'éloignent pas de l'atome.

01. Comment a été découvert le noyau atomique ?
02. Quelle est la composition d'un noyau atomique ?
03. Quelles sont les caractéristiques des particules du noyau atomique ?

Leçon 1 : Mise en évidence du noyau atomique

1/. Activités : Expérience de Rutherford

Dans le but de connaître la structure de l'atome, le chimiste britannique Ernest Rutherford, réalise une expérience qui consiste à placer sur le trajet d'un faisceau de particules α (noyau d'Hélium), une feuille d'or de mince épaisseur. Ces particules, chargées d'électricité positive, sont émises par une source radioactive et canalisées grâce à des diaphragmes.



Question : Qu'observe-t-on sur l'écran ?

2/. Cours

La présence d'une tâche centrale montre que la plupart des particules α traversent la feuille d'or sans être déviées. Ainsi dans la feuille d'or en particulier et dans la matière en général, il existe de grands espaces vides : on dit que la matière a une **structure lacunaire**.

La présence des petites tâches s'explique par le fait que certaines particules ont subit une déviation. Cette déviation est due à la présence dans la feuille d'or, des corpuscules chargés d'électricité positive repoussant ces particules. Ces corpuscules sont appelés **noyaux atomiques** et ils sont chargés d'électricité positive.

Rutherford conclut également que le noyau atomique peut – être assimilé à une sphère dont le rayon est de l'ordre de 10^{-15} m.

Leçon 2 : Caractéristiques du noyau atomique

1/. Activité

Un extrait d'une case du tableau de classification périodique donne la représentation suivante : $^{32}_{16} \text{S}$.

01. Donne la signification de la lettre F et des nombres 32 et 16 ?

02. Quels sont les constituants du noyau de cet atome ?

03. Calcule la masse et la charge électrique de ce noyau atomique.

04. Compare les représentations suivantes : $^{16}_8 \text{O}$ et $^{17}_8 \text{O}$.

2/. Cours

2.1. Composition du noyau atomique

Un noyau atomique est constitué de **nucléons** qui sont de deux types :

- Le **proton** de masse $m_p = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ et de charge électrique $q_p = +e = 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ C}$;
- Le **neutrons** de masse sensiblement égale à celle d'un proton et de charge électrique nulle ($q_n = 0 \text{ C}$).

2.2. Représentation d'un noyau atomique

La représentation d'un noyau atomique est donnée par la formule $^A_Z \text{X}$, dans laquelle :

- A désigne le **nombre de masse** : c'est le nombre de nucléons contenus dans un noyau.
- Z désigne le **nombre de charge** ou encore **numéro atomique** : c'est le nombre de protons contenus dans un noyau.
- X est le symbole de l'élément correspondant.

Remarques :

01. Le nombre N de neutrons contenus dans un noyau est $N = A - Z$.

02. On appelle **nucléide**, l'ensemble des espèces chimiques ayant des noyaux identiques.

03. L'ensemble des noyaux qui ne diffèrent que par le nombre de protons est appelé **isotopes**.

2.3. Masse et charge électrique d'un noyau atomique

La masse du noyau atomique est égale à celle de tous ses nucléons : $m_{\text{noyau}} = A \times m_p$

La charge électrique d'un noyau atomique est égale à celle de tous ses protons : $Q = +Z \times e$

3/. Évaluation

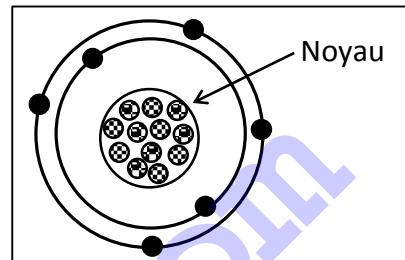
Exercice d'application à chercher !!

Chapitre 2 Structure électronique des atomes

Situation problème :

Dans une revue scientifique, Éric découvre la figure ci – contre représentant l'atome de carbone :

Il voudrait savoir comprendre la signification des différents cercles représentés autour du noyau.



Leçon 1 : Répartition des électrons autour du noyau

1/. Activités

Éric réussit à faire la légende de la figure précédente : les cercles correspondent aux trajectoires des électrons et ces cercles sont désignés par les lettres K et L.

Il se pose les questions suivantes :

01. Quelles sont les caractéristiques d'un électron ?
02. Comment se répartissent les électrons autour du noyau ?
03. Que signifient les lettres K et L ?

2/. Cours

2.1. Caractéristiques de l'électron

L'électron est une particule de masse $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$ et de charge électrique $q_e = -e = -1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$.

Remarques :

01. Dans un atome, la masse est concentrée son noyau et le nombre d'électrons est égal au nombre de proton Z.
02. Les électrons, en mouvement rapide et incessant autour du noyau, occupent diverses positions. L'ensemble de ces positions est appelé **nuage électronique** ou **cortège électronique**.

2.2. Notion de couches électroniques

D'une manière générale, les électrons sont répartis en **couche électronique** et à chaque couche électronique, correspond à un **niveau d'énergie** (énergie minimale à fournir à un électron pour lui arracher un électron situé sur une couche).

On désigne une couche électronique par un nombre entier positif appelé **nombre quantique principal n** ($n = 1, 2, \dots$) ou encore par des **lettres** (K, L, M, ...). À chaque lettre correspond un nombre quantique principal.

2.3. Remplissage des couches électroniques

Le remplissage des couches électroniques obéit à deux principes :

- **Principe de Pauli** : « *Le nombre maximal d'électrons pouvant appartenir à une couche de nombre quantique n est $2n^2$* »
- **Principe de construction** : « *Les électrons occupent les couches en suivant l'ordre croissant des nombres quantiques* ». Une couche ne commence à se remplir que si la couche précédente est saturée ou pleine.

Remarque :

Pour le programme de la classe de 2^{nde}, on se limitera aux 18 premiers éléments ($1 \leq Z \leq 18$) et on considéra dans ce cas que la couche M se sature à 8 électrons.

2.4. Représentation des couches électroniques

Les couches électroniques sont représentées par des rectangles qui portent autant de petits cercles vides que de places disponibles pour la couche. Ces cercles sont remplis lorsqu'ils sont occupés par des électrons.

2.5. Structure électronique

La structure électronique d'un atome est représentée par une formule électronique dans laquelle les couches électroniques sont représentées par des lettres, et portant en exposant le nombre d'électrons contenus dans la couche correspondante.

Leçon 2 : Répartition de Lewis et stabilité de l'atome

1/. Représentation de Lewis

La représentation de Lewis tient uniquement compte des électrons de dernière couche électronique appelés **électrons périphériques** ou **électrons de valence**.

Ces électrons sont représentés autour du symbole de l'élément considéré :

- Les électrons seuls sont appelés **électrons célibataires** ou **non appariés** et sont représentés par des **points** ;
- Les électrons doublés sont appelés **électrons appariés** ou **doublet non liant** et sont représentés par des **tirets**.

2/. Règle de l'octet

2.1. Énoncé

« Au cours des transformations chimiques, les atomes ont tendance à acquérir la structure électronique stable des gaz rares qui leur sont le plus proche dans la classification périodique. »

2.2. Applications

Pour obéir à la règle de l'octet, un atome a deux possibilités :

- Soit perdre ou gagner des électrons et se transformer en ion.
- Soit s'associer avec d'autres atomes pour former des molécules.

Lorsqu'un atome X gagne des électrons, il se transforme en ion X^{n-} (n est le nombre d'électrons gagnés) et l'équation électronique de passage de l'atome à l'ion s'écrit : $X + ne^- \rightarrow X^{n-}$.

Lorsqu'un atome X perd des électrons, il se transforme en ion X^{n+} (n est le nombre d'électrons perdus) et l'équation électronique de passage de l'atome à l'ion s'écrit : $X \rightarrow X^{n+} + ne^-$.

Chapitre 3 Classification périodique des éléments

Situation problème :

En parcourant le livre de 3^{ème} de PCT, ROSE découvre à la dernière page le TCPE dans lequel les éléments hydrogène, lithium et sodium sont situés sur une même ligne ; ou encore que les éléments aluminium, silicium et phosphore sont situés sur une même colonne. Elle ne comprend pas ce classement.

1/. Activités

On considère les éléments suivants : H ($Z = 1$) ; Li ($Z = 3$) ; Na ($Z = 11$) ; Al ($Z = 13$) ; Si ($Z = 14$) et P ($Z = 15$).

01. Compare les formules électroniques des éléments hydrogène, lithium et sodium. Conclure.
02. Compare les représentations de Lewis des éléments aluminium, silicium et phosphore. Conclure.
03. Explique clairement ce classement.

2/. Cours

2.1. Historique

La classification périodique des éléments est un tableau qui regroupe les différents éléments chimiques (ou atomes). Elle comporte 7 lignes (ou périodes) et 18 colonnes (ou groupes) ; elle a été conçue pour la première fois en **1869** par le chimiste russe **Dimitri Mendeleïev**.

De nos jours, on y retrouve environ 108 éléments chimiques.

2.2. Principe de construction de la classification

Dans le TCPE, les éléments sont classés par ordre croissant de numéro atomique Z de la gauche vers la droite le long d'une ligne et en respectant les principes de Pauli et de construction : *chaque ligne correspond au remplissage d'une couche électronique et chaque colonne correspond aux éléments dont les atomes ont le même nombre d'électrons périphériques*.

Remarque :

La position (période et groupe) d'un élément dans la classification tient compte du nombre de couches électronique et du nombre d'électrons périphériques que possède son atome autour du noyau. Si un élément possède au moins trois électrons périphériques et au moins deux couches, le numéro de sa colonne s'obtient en ajoutant 10 au nombre d'électrons périphériques.

2.3. Intérêt de la classification

Les éléments contenus dans une même colonne de la classification périodique ont des propriétés chimiques semblables ; ils forment une **famille**. Parmi ces familles, on peut citer : les **alcalins** (éléments de la 1^{ère} colonne à l'exception de l'hydrogène), les **alcalino – terreux** (éléments de la 2^{ème} colonne), les **halogènes** (éléments de la 17^{ème} colonne) et les **gaz rares** (éléments de la 18^{ème} colonne).

Chapitre 4 Les molécules. Notion de volume molaire

Situation problème :

Dans le cadre des journées portes ouvertes du collège Vogt, un groupe d'élèves de la classe de 2^{nde} C doivent réaliser des modèles moléculaires des molécules de diazote (N_2), de méthane (CH_4) et de dioxyde de carbone (CO_2).

Ces élèves ne savent pas comment associer les atomes présents dans ces molécules ainsi que donner les formes géométriques de ces molécules.

Leçon 1 : Les molécules

1/. Activités

Aide ce groupe d'élèves en répondant aux questions suivantes :

- 01.** Donne le nombre total d'atomes de chaque molécule.
- 02.** Après avoir donné les représentations de Lewis des atomes d'hydrogène, d'azote, de carbone et d'oxygène, en déduis le nombre d'association que peut établir chacun de ces atomes.
- 03.** Renseigne-toi et donne les agencements des atomes dans chaque molécule ainsi que leurs formes géométriques.

2/. Cours

2.1. Définitions

Une **molécule** est une entité chimique électriquement neutre, formée d'un assemblage d'atomes identiques ou différents et liés entre eux par des liaisons covalentes.

La **liaison covalente** est la mise en commun par deux atomes d'au moins une paire d'électrons.

On appelle **atomicité**, le nombre total d'atomes que renferme une molécule.

La **valence** d'un atome est le nombre de liaisons covalentes que peut établir cet atome.

2.2. Liaison covalente

2.2.1. Formation et représentation

Pour former une liaison covalente entre deux atomes, chaque atome doit disposer d'au moins un électron célibataire sur sa couche électronique externe. La liaison covalente sera représentée par un **tiret (-)** appelé **doublet de liaison** ou **doublet liant**.

2.2.2. Types de liaisons covalentes

Une liaison covalente est dite :

- **Simple** lorsqu'elle résulte de la mise en commun d'une seule paire d'électrons ;
- **Double** lorsqu'elle résulte de la mise en commun de deux paires d'électrons ;
- **Triple** lorsqu'elle résulte de la mise en commun de trois paires d'électrons.

2.3. Représentation d'une molécule

Une molécule peut – être représentée par :

- Une **formule brute** : elle renseigne sur la nature et le nombre d'atomes présents dans une molécule.
- Une **formule de Lewis** : elle renseigne sur la manière dont les atomes sont liés entre eux et elle met en évidence les doublets liants et non liants.
- Une **formule développée** : c'est la représentation simplifiée de la formule de Lewis ; elle ne met en évidence que les doublets liants.

Remarque :

Pour une même formule brute, on peut avoir plusieurs formules de Lewis ou développées : ce sont des **isomères**.

2.4. Structure géométrique

La structure géométrique est la disposition des atomes d'une molécule dans l'espace avec précision des longueurs des liaisons et des angles entre les liaisons.

Pour la représenter, on utilise des boules colorées appelées **modèles moléculaires** et elles sont de deux types : les **modèles éclatés** et les **modèles compacts**.

Le tableau ci – dessous donne la structure géométrique des quelques molécules simples (**voir livre**) :

3/. Evaluation

Exercice d'application à chercher !!

Leçon 2 : Volume molaire – Gaz parfaits

1/. Notion de volume molaire

1.1. Définition et utilisation

On appelle **volume molaire**, le volume occupé par une mole de gaz indépendamment de sa nature, dans les mêmes conditions de température et de pression.

Il se note V_m , s'exprime en **litres par mol (L/mol)** et dépend de la température et de la pression.

Dans les CNTP ($T = 0^\circ\text{C}$ et $P = 1,03 \cdot 10^5 \text{ Pa}$), le volume molaire vaut $V_m = 22,4 \text{ L/mol}$.

La quantité de matière n d'un gaz contenue un volume V , est donnée par la relation :

$$n = \frac{V}{V_m}$$

Remarques :

01. La relation ci – dessous n'est valable que pour les corps gazeux.
02. La densité d d'un gaz par rapport à l'air est lié à sa masse molaire M par la relation $M = 29 \times d$.

1.2. Hypothèse d'Avogadro - Ampère

Énoncé : « Des volumes égaux de gaz différents, pris dans les mêmes conditions de température et de pression, renferment le même nombre de molécules. »

2/. Gaz parfaits

Un gaz parfait est un fluide idéal obéissant à l'équation d'état $P \times V = n \times R \times T$: c'est la *loi des gaz parfaits*.

Dans cette équation : P est la pression (en Pa) ; V est le volume (en m^3) ; n est la quantité de matière (en mol) ; T est la température (en degré kelvin) et R est la constante des gaz parfaits ($R = 8,314 \text{ J/K/mol}$).

3/. Evaluation

Exercice d'application à chercher !!

Chapitre 5 Structure de quelques composés ioniques

1/. Définitions

Un **solide** est assemblage régulier et compact d'atomes, d'ions ou de molécules.

Cet assemblage est appelé **cristal** : ensemble formé de plusieurs motifs élémentaires appelés **maille cristalline**.

On parlera alors de solide ionique lorsque cet assemblage est formé de cations et d'anions.

2/. Exemple de solide ionique : le chlorure de sodium

2.1. Structure cristalline du chlorure de sodium

Encore appelé sel de cuisine ou de sable, le chlorure de sodium est un solide ionique formé d'ions chlorure Cl^- et d'ions sodium Na^+ ; il fond à très haute température (environ 800°C) et est soluble dans l'eau.

La maille cristalline du chlorure de sodium est un **cube à face centrées** d'arête $a = 560 \text{ pm}$ et dont les ions Cl^- occupent les sommets et les centres de chaque face, tandis que les ions Na^+ occupent les milieux des arêtes et le centre du cube.

(**Figures**)

2.2. Formule statistique du chlorure de sodium

Dans une maille cristalline en général, chaque ion situé :

- Au sommet contribue au $1/8$ du volume total de la maille ;
- Au centre des faces contribue au $1/2$ du volume total de la maille ;
- Au milieu d'une arête contribue au $1/4$ du volume total de la maille ;
- Au centre du cube contribue entièrement au volume de la maille.

C'est ainsi que dans une maille cristalline du chlorure de sodium, on a $\left(\frac{1}{8} \times 8 + \frac{1}{2} \times 6\right) = 4$ ions Cl^- et $\left(\frac{1}{4} \times 12 + 1 \times 1\right) = 4$ ions Na^+ : le chlorure de sodium est électriquement neutre et sa formule statistique est **NaCl** .

2.3. Formule statistique d'un solide ionique

La **formule statistique** ou **formule de composition** est la formule de représentation d'un solide ionique. Elle indique les proportions des cations et des anions contenus dans un solide ionique.

Chapitre 5 : Structure de composés ioniques

Dans cette formule, l'ion positif est toujours écrit avant l'ion négatif et la neutralité électrique doit être respectée.

Considérons un solide ionique constitué d'ions A^{a+} et B^{b-} . La formule statistique de ce solide ionique s'écrit A_xB_y . Déterminons les valeurs de x et y .

La neutralité électrique du solide ionique impose que $a \times x = b \times y$; soit encore : $\frac{x}{y} = \frac{b}{a} \Rightarrow x = b$ et $y = a$. Ainsi la formule statistique du solide ionique devient : A_bB_a

Chapitre 6 Introduction à la chimie organique

Situation problème :

Lors de la livraison des produits chimiques au laboratoire du collège Vogt, le responsable du laboratoire veut trier les composés organiques des autres produits qu'il vient d'acquérir. Il ne connaît pas faire la différence entre un composé organique et un autre produit chimique.

Leçon 1 : Généralités sur les composés organiques

1/. Activités

De nos jours, il existe une très grande variété de composés organiques d'origine naturelle ou artificielle et pouvant exister dans les trois états (solide, liquide ou gazeux). Les composés organiques interviennent dans plusieurs domaines d'activités de notre vie : le butane C_4H_10 (gaz domestique) ; la quinine $C_{20}H_{24}O_2N_2$ (antipaludéen) ; l'éthanol C_2H_6O (alcool antiseptique) ; l'urée $C_6H_{14}N_2$ (industrie des colorants) ; etc...

En exploitant le texte ci – dessus, répond aux questions suivantes :

- 01.** Quel élément chimique est commun à tous ces composés organiques ?
- 02.** Propose une définition du terme « composé organique ».
- 03.** Donne quelques domaines de la vie où interviennent les composés organiques.

2/. Cours

2.1. Définitions

La chimie organique est la branche de la chimie qui étudie les composés organiques.

Un composé organique est un composé renfermant l'élément carbone et leurs combinaisons. Elle s'applique aux composés naturels et artificiels.

Remarque :

Certains composés bien que renfermant l'élément carbone, ne sont pas des composés organiques. Il s'agit par exemple : le monoxyde de carbone, le dioxyde de carbone, le carbonate de calcium, le cyanure, ...

2.2. Exemples de composés organiques

En fonction des éléments qu'ils renferment, on distingue :

- Les **hydrocarbures** ou **hydrures de carbone** de formule brute générale C_xH_y .
Exemples : les alcanes, les alcènes, les cyclanes, les alcynes et les composés aromatiques.
- Les **composés organiques oxygénés** de formule brute générale $C_xH_yO_z$.
Exemples : les alcools, les cétones, les acides carboxyliques, etc.
- Les **composés organiques azotés** de formule brute générale $C_xH_yN_t$.
Exemples : les amines.
- Les **composés organiques complexes** de formule brute générale $C_xH_yO_zN_t$.
Exemples : les amides, les acides aminés.

Remarque :

Des caractères particuliers permettant de distinguer les composés organiques des autres :

- Ils sont des composés moléculaires (formés de liaisons covalentes) et sont peu solubles dans l'eau.
- Ils ont une faible stabilité thermique et sont des combustibles.
- Leurs réactions chimiques sont lentes et réversibles.

2.3. Importance de la chimie organique

De nos jours, on dénombre une dizaine de millions de composés organiques et artificiels. Ces composés sont utilisés dans les domaines tels que :

- L'**agriculture** : engrais, pesticides, etc.
- La **nutrition** : tubercules, céréales, sucre, etc.
- La **santé** : produits pharmaceutiques, cosmétiques, de beauté et alimentaires.
- L'**énergie** : essence, diesel, charbon, etc.
- L'**industrie chimique** : matières plastiques, caoutchouc, etc.

Leçon 2 : Analyse élémentaire des composés organiques

1/. Activités

L'analyse élémentaire d'une masse m d'un composé organique produit une masse m_{CO_2} de dioxyde de carbone et une masse m_{H_2O} d'eau.

01. Quelles observations
02. Dans le dioxyde de carbone formé, exprime la masse m_C de carbone en fonction de celle du dioxyde de carbone.
03. Dans l'eau formée, exprime la masse m_H de l'hydrogène en fonction de celle de l'eau.

2/. Cours

2.1. Définition et principe

L'analyse élémentaire est un procédé qui consiste à déterminer la composition chimique d'un composé organique. Elle se fait en deux étapes successives : une **analyse qualitative** et une **analyse quantitative**.

2.2. Analyse qualitative

Une analyse qualitative permet de déterminer la nature des différents éléments que renferme un composé organique. Elle se fait par des tests bien appropriés. C'est ainsi que toute substance qui produit :

- Du **dioxyde de carbone** ou du **carbone** au cours d'une transformation (combustion, pyrolyse ou oxydation), contient l'élément carbone.
- De l'**eau** au cours d'une transformation (oxydation ou combustion), contient l'élément hydrogène.
- De l'**ammoniac** ou du **diazote** au cours d'une transformation, contient l'élément azote.

2.3. Analyse quantitative

Une analyse quantitative permet de déterminer la composition massique centésimale d'un composé organique, et d'en déduire ensuite sa formule brute.

L'analyse qualitative d'une masse m d'un composé organique de formule brute $C_xH_yO_zN_t$, a mis en évidence les éléments carbone, hydrogène et azote respectivement à travers la formation des masses : m_{CO_2} du dioxyde de carbone, m_{H_2O} d'eau et m_{NH_3} d'ammoniac.

Composition centésimale :

- *Elément carbone : $P(C) = \frac{m_C}{m} \times 100 = \frac{3}{11} \times \frac{m_{CO_2}}{m} \times 100$*
- *Elément hydrogène : $P(H) = \frac{m_H}{m} \times 100 = \frac{1}{9} \times \frac{m_{H_2O}}{m} \times 100$*
- *Elément azote : $P(N) = \frac{m_N}{m} \times 100 = \frac{14}{17} \times \frac{m_{NH_3}}{m} \times 100$*
- *Elément oxygène : $P(O) = 100 - [P(C) + P(H) + P(N)]$.*

Formule brute :

Si M est la masse molaire du composé organique, on peut écrire : $\frac{12x}{P(C)} = \frac{y}{P(H)} = \frac{16z}{P(O)} = \frac{14t}{P(N)} = \frac{M}{100}$.

3/. Evaluation

Exercice d'application à chercher !!

Chapitre 7 Généralités sur les solutions aqueuses

Situation problème :

En prélude à la semaine de la jeunesse, les élèves de la classe de 1^{ère} d'un établissement situé dans une zone rurale, veulent réaliser des expériences. Cependant le laboratoire de cet établissement ne dispose plus de solutions aqueuses.

Aide ces élèves à préparer les solutions aqueuses dont ils ont besoin pour leurs expériences.

Leçon 1 : Dissolution des solides ioniques dans l'eau

1/. Activités

De très nombreux solides ioniques sont solubles dans l'eau. Leur dissolution donne une solution contenant des cations et des anions et conduit le courant électrique.

- 01.** Quel rôle joue l'eau dans d'une dissolution ?
- 02.** Quels sont le mécanisme et l'effet thermique d'une dissolution ?

2/. Cours

2.1. Définitions

Une **solution** est un mélange homogène d'un solvant et d'un soluté. Elle est dite **aqueuse** lorsque le solvant est l'eau.

On distingue deux types de solutions aqueuses : les **solutions aqueuses ioniques** et les **solutions aqueuses non ioniques**.

2.2. Structure de la molécule d'eau

L'eau, de formule brute H₂O, est corps omniprésent sur Terre. On la retrouve généralement à l'état liquide et elle a des propriétés uniques.

La molécule d'eau a une **structure triangulaire**. Elle est dipolaire car les liaisons entre chaque atome d'hydrogène et l'atome d'oxygène sont **polarisées** ; elle se comporte comme un **dipôle électrique**. Ce caractère dipolaire confère à la molécule d'eau les propriétés de séparer et de disperser les ions d'un solide ionique.

2.3. Mécanisme et effet thermique de la dissolution

Au cours de la dissolution des solides ioniques dans l'eau, trois phénomènes se produisent simultanément :

- La **dissociation** du cristal : c'est un processus **endothermique**.
- La **dispersion** des ions du cristal parmi les molécules d'eau : c'est aussi un processus **endothermique**.
- L'**hydratation** ou la **solvatation** des ions : c'est un processus **exothermique**.

Si Q_d est la quantité de chaleur absorbée pendant la dissociation et la dispersion, et Q_h la quantité de chaleur libérée lors de l'hydratation, la quantité de chaleur Q de la dissolution est $Q = Q_d + Q_h$.

- Si $Q_{dis} > 0$ ($Q_d > |Q_h|$), la dissolution est **endothermique**. Dans le cas contraire ($Q_{dis} < 0$), elle est **exothermique**.
- Si $Q_{dis} = 0$ (ou $Q_d = |Q_h|$), la dissolution est **athermique**.

Remarque :

Les propriétés des solutions ioniques sont celles des ions qu'elles renferment. En particulier, la **couleur** d'une solution est celle des ions solvatés qu'elle contient.

Leçon 3 : Grandeurs caractéristiques de solutions aqueuses

1/. Concentrations dans une solution

1.1. Concentration molaire

La concentration molaire d'une solution est la quantité de matière de soluté dissoute dans un litre de solution. Elle se note C et s'exprime en **mol/L**.

$$C = \frac{n}{V}$$

Remarques :

01. La concentration molaire d'une espèce chimique i notée $[i]$ dans une solution a pour expression :

$$[i] = \frac{n_i}{V}$$

02. Une solution est dite **molaire**, **décimolaire**, **centimolaire** ou **millimolaire** lorsque sa concentration est respectivement égale à **1 mol/L**, **10^{-1} mol/L**, **10^{-2} mol/L** ou **10^{-3} mol/L**.

1.2. Concentration massique

Notée C_m , c'est la masse de soluté dissoute dans un litre de solution. Elle s'exprime en **g/L**.

$$C_m = \frac{m}{V}$$

1.3. Solubilité

Notée S , c'est la masse maximale de solution qu'il faut dissoudre dans un litre de solution pour atteindre la saturation. Elle dépend de la température. Une solution est dite saturée lorsqu'elle ne dissout plus.

2/. Électroneutralité d'une solution

Toute solution ionique est électriquement neutre. La neutralité électrique d'une solution contenant les ions M^{m+} , N^{n+} , X^{x-} et Y^{y-} se traduit par une équation appelée **équation d'électroneutralité** et qui s'écrit : $m[M^{m+}] + n[N^{n+}] = x[X^{x-}] + y[Y^{y-}]$.

3/. Préparation d'une solution

Deux méthodes sont généralement utilisées pour préparer les solutions : la **dilution** et la **dissolution**.

3.1. Dilution

La dilution est une opération qui consiste à diminuer la concentration molaire d'une solution donnée.

Au cours de la dilution, la quantité de matière du soluté reste constante. Si n_i est la quantité de matière de la solution mère et n_f , la quantité de matière de la solution fille, alors on peut écrire : $n_i = n_f$. Soit encore : $C_i V_i = C_f V_f$: c'est la **relation de dilution** ; avec $V_f = V_i + V_{\text{eau ajoutée}}$.

Méthode de préparation d'un volume V_f de solution de concentration C_f :

- Introduire un peu d'eau distillée dans une fiole jaugée de V_f (mL) ;
- À l'aide d'une pipette jaugée de V_i (mL), prélèver V_i (mL) de la solution mère et le verser dans la fiole jaugée.
- Compléter la solution de la fiole jaugée avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge et homogénéiser la solution.

Remarque : Le volume V_i de la solution mère à prélever : $V_i = \frac{C_f \times V_f}{C_i}$.

3.2. Dissolution

Méthode de préparation d'un volume V de solution de concentration C :

- Introduire un peu d'eau distillée dans une fiole jaugée de V (mL) ;
- À l'aide d'une balance, peser la masse m de soluté et l'introduire ensuite dans la fiole jaugée grâce à un entonnoir ;
- Compléter la solution de la fiole jaugée avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge et homogénéiser la solution.

Remarque : On détermine la masse m à dissoudre à partir de la relation : $m = C \cdot V \cdot M$

Chapitre 8 Les solutions acides et basiques

Situation problème :

Un dimanche, ta maman décide faire un grand nettoyage de la cuisine. Pour cela, elle besoin de la solution concentrée de soude pour déboucher les tuyaux de canalisation et de la solution concentrée d'acide chlorhydrique pour nettoyer les carreaux de l'évier. Malheureusement, elle constate que les étiquettes des flacons contenant ces solutions incolores se sont décollées et ne parvient pas à distinguer les deux solutions.

Aide ta maman à recoller chaque étiquette sur son flacon.

Leçon 1 : Les solutions aqueuses acides

1/. Définition et types d'acides

Selon Brönsted, un **acide** est une substance chimique capable de libérer des protons H^+ au cours d'une réaction chimique.

On distingue deux types d'acide : les **acides forts** et les **acides faibles**.

1.1. Acides forts

Un acide est fort lorsque son ionisation dans l'eau est totale. Il se note H_nA et l'équation – bilan de son ionisation s'écrit : $H_nA + nH_2O \rightarrow nH_3O^+ + A^{n-}$.

Exemples :

- *Acide nitrique HNO_3* (monoacide fort) : $HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3O^+ + NO_3^-$.
- *Acide sulfurique H_2SO_4* (diacide fort) : $H_2SO_4 + 2H_2O \rightarrow 2H_3O^+ + SO_4^{2-}$.
- *Acide phosphorique H_3PO_4* (triacide fort) : $H_3PO_4 + 3H_2O \rightarrow 3H_3O^+ + PO_4^{3-}$.

1.2. Acides faibles

Un acide faible est un acide dont l'ionisation dans l'eau est partielle. Il se note AH et l'équation – bilan de son ionisation s'écrit : $AH + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^{n-}$.

Exemples :

- *Acide méthanoïque $HCOOH$* : $HCOOH + H_2O \rightleftharpoons HCOO^- + H_3O^+$.
- *Acide éthanoïque ou l'acide acétique CH_3COOH* : $CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$.

2/. Exemple de la solution aqueuse d'acide chlorhydrique

2.1. Structure

Encore appelée solution aqueuse de chlorure d'hydrogène, la solution aqueuse d'acide chlorhydrique est obtenue en dissolvant le chlorure d'hydrogène dans l'eau. Elle renferme les ions hydronium ou oxonium et les ions chlorure.

L'équation – bilan de cette dissolution s'écrit : $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$.

2.2. Propriétés de la solution d'acide chlorhydrique

2.2.1. Propriétés des ions chlorure

Dans un tube à essai contenant une solution d'acide chlorhydrique, versons quelques gouttes d'une solution de nitrate d'argent ($\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$). On observe la formation d'un **précipité blanc** de **chlorure d'argent AgCl** qui noircit à la lumière et qui est insoluble dans l'eau.

L'équation – bilan de la réaction de précipitation s'écrit : $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl}$.

Remarques :

Cette réaction de précipitation est un test d'identification des ions chlorure dans une solution.

2.2.2. Propriétés des ions hydronium

2.2.2.1. Action sur les indicateurs colorés

Un indicateur coloré est une substance chimique qui change de couleur en fonction de la solution dans laquelle il est introduit. Dans une solution acide, le changement de coloration des indicateurs colorés est dû à la présence des ions hydronium.

Remarque :

Les indicateurs colorés usuels utilisés dans les laboratoires scolaires et leurs couleurs en milieu acide sont : l'**hélianthe** (rose), le **bleu de bromothymol** (jaune) et la **phénolphthaléine** (incolore).

2.2.2.2. Action sur les métaux

Les solutions d'acide attaquent certains métaux (fer, zinc ou aluminium), avec dégagement d'un gaz qui donne une légèrement détonation à l'approche d'une flamme : c'est le **dihydrogène**.

Au cours de ces réactions qui sont très exothermiques :

- Le métal M se transforme en cation métallique : $\text{M} \rightarrow \text{M}^{n+} + ne^-$;
- L'ion hydronium se transforme en dihydrogène : $2\text{H}_3\text{O}^+ + 2e^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.

Exemples :

2.2.2.3. Action sur le carbonate de calcium

L'action de l'acide chlorhydrique sur le carbonate de calcium CaCO_3 donne un gaz qui trouble l'eau de chaux : c'est le **dioxyde de carbone CO_2** .

L'équation – bilan de la réaction s'écrit : $\text{CaCO}_3 + 2\text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{Ca}^{2+} + \text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$.

Leçon 2 : Les solutions basiques

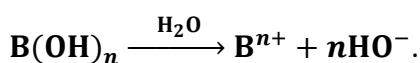
1/. Définition et types de bases

Une **base**, selon Brönsted, est une substance chimique capable de capter des protons H^+ au cours d'une réaction chimique.

On distingue deux types de bases : les **bases fortes** et les **bases faibles**.

1.1. Bases fortes

Une base forte est une base dont l'ionisation dans l'eau est totale. Son équation – bilan s'écrit :



Exemples :

- *Hydroxyde de potassium KOH* (monobase forte) : $KOH \xrightarrow{H_2O} K^+ + HO^-$;
- *Hydroxyde de calcium Ca(OH)₂* (dibase forte) : $Ca(OH)_2 \xrightarrow{H_2O} Ca^{2+} + 2HO^-$.

1.2. Bases faibles

Une base est dite faible lorsque son ionisation dans l'eau est partielle. Son équation – bilan s'écrit : $BH + H_2O \rightleftharpoons B^+H_2 + HO^-$.

Exemples :

- *Ammoniac NH₃* : $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons N^+H_4 + HO^-$.
- *Ethylamine C₂H₅NH₂* : $C_2H_5NH_2 + H_2O \rightleftharpoons C_2H_5N^+H_3 + HO^-$.

2/. L'hydroxyde de sodium et ses solutions aqueuses

L'hydroxyde de sodium, encore appelé **soude**, est un solide ionique blanc de formule statistique **NaOH** et ayant la forme de pastilles ou de paillettes. C'est un composé corrosif et toxique qu'il faut manipuler avec beaucoup de précautions ; il est utilisé comme produit desséchant de certains produits.

La solution aqueuse d'hydroxyde de sodium est obtenue en dissolvant l'hydroxyde de sodium solide dans l'eau. Cette dissolution est très exothermique et son équation – bilan s'écrit : $NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^+ + HO^-$.

3/. Propriétés des solutions aqueuses d'hydroxyde de sodium

Les ions sodium étant pratiquement indifférents en solution aqueuse, les propriétés de cette solution sont uniquement celles des ions hydroxyde.

3.1. Action des indicateurs colorés

Les solutions comme la solution aqueuse d'hydroxyde de sodium, qui provoquent le changement de couleur de l'indicateur coloré, sont appelées **solutions basiques**. Ce changement de couleur est dû à la présence des ions hydroxyde.

En milieu basique : l'hélianthine est **jaune**, le bleu de bromothymol est **bleu** et la phénolphthaléine est **rouge violacée**.

3.2. Actions sur les cations métalliques

Les solutions aqueuses d'hydroxyde de sodium réagissent avec certains cations métalliques M^{n+} pour donner des précipités appelés **hydroxyde métallique** de formule $M(OH)_n$ et dont la couleur dépend de celle des cations métalliques hydratés.

L'équation – bilan générale de la réaction s'écrit : $M^{n+} + nHO^- \rightarrow M(OH)_n$.

Exemples :

3.3. Action sur le dichlore

Dans un flacon contenant du dichlore, versons quelques gouttes d'une solution d'hydroxyde de sodium et agitons – le. On observe la disparition de la couleur jaune – verdâtre du dichlore et la perception d'une forte odeur d'hypochlorite de sodium ($Na^+ + ClO^-$) encore appelé **eau de javel**. L'équation – bilan de la réaction s'écrit : $2(Na^+ + HO^-) + Cl_2 \rightarrow (Na^+ + ClO^-) + (Na^+ + Cl^-) + H_2O$ ou tout simplement $2HO^- + Cl_2 \rightarrow ClO^- + Cl^- + H_2O$.

3.4. Action sur certains métaux

Les solutions d'hydroxyde de sodium attaquent le zinc et l'aluminium avec dégagement de dihydrogène. Les équations – bilan des réactions s'écrivent :

- Avec le zinc : $Zn + 2HO^- \rightarrow ZnO_2^{2-} + H_2$.
- Avec l'aluminium : $2Al + 2HO^- + 2H_2O \rightarrow 2AlO_2^- + 3H_2$.

Chapitre 9 Le pH des solutions aqueuses

1/. Définition et mesure

Le pH est une grandeur sans unité permettant de déterminer le degré d'acidité d'une solution aqueuse. Il est lié à sa concentration en ions hydronium par la relation : $[H_3O^+] = 10^{-pH}$ ou $pH = -\log[H_3O^+]$.

Le pH d'une solution aqueuse se mesure à l'aide d'un **papier pH** ou d'un **pH-mètre**.

Remarque :

La relation $[H_3O^+] = 10^{-pH}$ n'est valable que pour des solutions dont moins diluées, c'est – à – dire pour des solutions dont $10^{-6} \leq [H_3O^+] \leq 10^{-1}$ (en mol/L).

2/. Autoprotolyse et produit ionique de l'eau

L'autoprotolyse de l'eau est une réaction de transfert de proton H^+ entre deux molécules d'eau identiques. L'équation – bilan de la réaction s'écrit : $H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HO^-$. ($H_2O + H^+ \rightarrow H_3O^+$ et $H_2O \rightarrow HO^- + H^+$).

Le produit ionique de l'eau est le produit des concentrations des ions hydronium et hydroxyde contenus dans l'eau ou dans une solution aqueuse. Il se note K_e et n'a pas d'unité.

$$K_e = [H_3O^+] \times [HO^-]$$

Remarques :

01. L'eau se comporte à la fois comme un acide et comme une base : c'est une espèce **ampholyte** ou **amphotère**.
02. Le produit ionique de l'eau est une grandeur constante à une température donnée et il augmente avec la température : $K_e = 10^{-14}$ à $25^\circ C$; $K_e = 10^{-13}$ à $60^\circ C$.

3/. Le pH des solutions neutres, acides et basiques

Le caractère (acide, basique ou neutre) d'une solution se détermine en comparant son pH avec celui du pH neutre qui est donné par : $pH_{neutre} = -\frac{1}{2} \log k_e$. Ainsi, une solution est dite :

- Acide si $pH_s < pH_{neutre}$. Dans une telle solution, $[H_3O^+] > [HO^-]$.
- Basique si $pH_s > pH_{neutre}$. Dans une telle solution, $[H_3O^+] < [HO^-]$.
- Neutre si $pH_s = pH_{neutre}$. Dans une telle solution, $[H_3O^+] = [HO^-]$.

4/. Indicateurs colorés et zone de virage

Un indicateur coloré est une substance chimique qui change de coloration avec le pH du milieu.

Chapitre 9 : Le pH des solutions aqueuses

On appelle zone de virage d'un indicateur coloré, l'intervalle de pH où se produit le changement de teinte de cet indicateur coloré.

Un indicateur coloré donne l'ordre de grandeur du pH d'une solution ; cet ordre de grandeur se donne en associant plusieurs indicateurs colorés.

Le tableau ci – dessous donne les zones de virage des indicateurs colorés usuels :

	3,1		4,4
Hélianthine	Rouge	Zone de virage (Orange)	Jaune
	6,0		7,6
Bleu de bromothymol	Jaune	Zone de virage (Vert)	Bleu
	8,2		10
Phénolphtaléine	Incolore	Zone de virage (Rose)	Rouge violacée

Remarque : Il existe des indicateurs colorés naturels : le jus de chou rouge, le jus de betterave, le jus d'iris, ...

5/. Importance du pH

Le pH d'une solution joue un rôle primordial dans notre vie quotidienne :

- En **agriculture** : chaque plante s'adapte en fonction de l'acidité de la Terre ; d'où l'importance de la connaissance du pH des sols.
- En **biologie** : le sang est légèrement basique ; son pH varie très peu et est compris entre 7,3 et 7,5.
- Dans l'**agriculture moderne** : toutes les conserves doivent s'effectuer à des pH bien déterminés.

Chapitre 10 Réaction acide – base. Dosage acide – base

Situation problème :

1/. Réaction entre un acide fort et une base forte

1.1. Etude de la réaction

La réaction chimique entre une solution d'acide fort et une solution de base forte est une réaction de transfert de protons H^+ des ions hydronium vers les ions hydroxyde. Cette réaction est **totale** et **très exothermique** ; son équation – bilan s'écrit : $H_3O^+ + HO^- \rightarrow 2H_2O$.

Exemples :

- La réaction entre l'acide chlorhydrique et l'hydroxyde de sodium se traduit par l'équation – bilan :
 $(H_3O^+ + Cl^-) + (Na^+ + HO^-) \rightarrow 2H_2O + (Na^+ + Cl^-)$ ou simplement $H_3O^+ + HO^- \rightarrow 2H_2O$.
- La réaction entre l'acide nitrique et l'hydroxyde de calcium se traduit par l'équation – bilan :
 $2(H_3O^+ + NO_3^-) + (Ca^{2+} + 2HO^-) \rightarrow 4H_2O + (Ca^{2+} + 2NO_3^-)$ ou $H_3O^+ + HO^- \rightarrow 2H_2O$.

1.2. Caractère du mélange obtenu

Le caractère (acide, basique ou neutre) du mélange dépend des quantités d'ions hydronium ($n_{H_3O^+}$) et d'ions hydroxyde (n_{HO^-}) apportées par les solutions acide et basique :

- Si $n_{H_3O^+} > n_{HO^-}$: le mélange obtenu est **acide**. La concentration en ion hydronium dans le mélange est donnée par la relation : $[H_3O^+]_m = \frac{(n_{H_3O^+}) - (n_{HO^-})}{V_a + V_b}$.
- Si $n_{H_3O^+} < n_{HO^-}$: le mélange obtenu est **basique**. La concentration en ion hydroxyde dans le mélange est donnée par la relation : $[HO^-]_m = \frac{(n_{HO^-}) - (n_{H_3O^+})}{V_a + V_b}$.
- Si $n_{H_3O^+} = n_{HO^-}$: le mélange obtenu est **neutre**.

2/. Dosages acido – basiques

2.1. Définitions

Dosage : Opération qui consiste à déterminer expérimentalement la concentration molaire d'une solution donnée.

Dans un dosage, la solution de concentration connue est appelée **solution dosante** et celle de concentration inconnue est appelée **solution dosée**.

Point équivalent : encore appelé **équivalence**, c'est le point où les réactifs mélangés sont dans les proportions stœchiométriques.

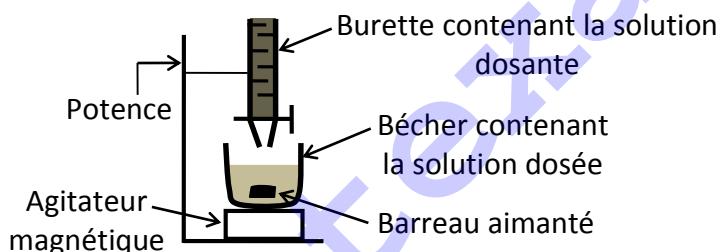
2.2. Principe du dosage acido – basique

Un dosage acido – basique est basé sur une réaction acido – basique **rapide** et **totale**.

Pour déterminer la fin du dosage, on recherche le point équivalent qui est repéré par un *changement de couleur* apparaissant dans le milieu réactionnel. Pour cela, on peut utiliser deux méthodes : un **pH – mètre** ou un **indicateur coloré approprié**.

2.3. Réalisation d'un dosage acide – base

2.3.1. Schéma annoté du dispositif expérimental



2.3.2. Mode opératoire

On remplit la burette de la solution dosante. Dans le bêcher, on introduit quelques mL de la solution dosée et on y ajoute 2 gouttes d'un indicateur coloré approprié.

On laisse couler goutte à goutte la solution contenue dans la burette jusqu'au *changement brusque de coloration* de la solution contenue dans le bêcher (*atteinte du point équivalent*). On ferme le robinet de la burette (ce qui marque la fin du dosage) et on note le volume de descente de la burette.

Remarque :

Après chaque ajout dans le bêcher, l'homogénéisation de la solution est assurée par l'agitateur magnétique et le barreau aimanté.

2.4. Exemple : Dosage d'une solution d'acide chlorhydrique par une solution d'hydroxyde de sodium

La burette graduée est remplie de la solution d'hydroxyde de sodium de concentration C_b . Dans le bêcher, on introduit un volume V_a de la solution d'acide chlorhydrique de concentration C_a inconnue ; on y ajoute 2 à 3 gouttes de bleu de bromothymol donnant à cette solution la couleur jaune.

Chapitre 10 : Réaction acide – base. Dosage acide – base

L'équivalence est atteinte par le changement de coloration du **jaune au vert**. Le volume de base correspondant à la descente de la burette est noté V_{bE} .

L'équation – bilan de la réaction qui a lieu s'écrit : $H_3O^+ + HO^- \rightarrow 2H_2O$.

À l'équivalence (réactifs dans les proportions stœchiométriques) : $\frac{n_{H_3O^+}}{1} = \frac{n_{HO^-}}{1}$; soit : $C_a \times V_a = C_b \times V_{bE}$ (car $[H_3O^+] = C_a$ et $[HO^-] = C_b$)

On détermine ainsi la concentration molaire de la solution d'acide chlorhydrique : $C_a = \frac{C_b \times V_{bE}}{V_a}$

Remarques :

01. À la fin d'un dosage acido – basique (équivalence), la solution est neutre (car $n_{H_3O^+} = n_{HO^-}$) et pH = 7 à 25°C.

02. Dans le cas d'un polyacide fort et d'une polybase forte, la formule de dosage acido – basique devient : $\alpha C_a \times V_a = \beta C_b \times V_b$ (pour un diacide ou triacide, $\alpha = 2$ ou 3 et pour une dibase $\beta = 2$).

Chapitre 11 Identification des ions

Situation problème :

Leçon 1 : Méthodes générales d'identification

1/. Définition

L'identification des ions est une analyse qualitative d'une solution ionique qui consiste à effectuer une recherche systématique des ions présents dans cette solution.

Cette analyse utilise les propriétés des différents ions et leurs composés. Les réactions observées au cours de ces analyses sont appelées **tests d'identification**.

Remarques :

01. Pour chaque ion à tester, correspond un *réactif* pouvant le caractériser.
02. Un test d'identification peut – être *négatif* lorsque la concentration de l'ion à tester est *très faible*.

2/. Quelques méthodes d'identification

Les propriétés des ions facilement exploitables sont : les couleurs des flammes ; les couleurs des ions en solution ; les réactions avec formation de précipités (**réaction de précipitation**) et les réactions avec dégagement gazeux.

2.1. Couleur des ions en solution

Certains ions en solution donnent à ces solutions une couleur caractéristique permettant de les identifier. On a par exemple : le **bleu** qui caractérise les ions Cu^{2+} ; le **vert – pâle** qui caractérise les ions Fe^{2+} ; le violet qui caractérise les ions permanganate MnO_4^- ; etc.

2.2. Test à la flamme

Il consiste à mettre dans une flamme, une baquette de verre (ou un fil d'acier) préalablement plongée dans une solution contenant les ions à identifier. La flamme prendra une couleur particulière propre à l'ion à identifier. On a par exemple : le **jaune** qui caractérise l'ion sodium Na^+ ; le violet qui caractérise l'ion potassium K^+ ; le **vert** qui caractérise l'ion Cu^{2+} ; le **vert – jaune** qui caractérise l'ion baryum Ba^{2+} ; etc.

2.3. Réaction de précipitation

Le mélange de deux solutions ioniques peut conduire à la formation d'un précipité de couleur précise.

Chapitre 11 : Identification des ions

Cette réaction de précipitation n'a lieu que si le mélange contient au moins deux **ions incompatibles**.

Remarque : Deux ions sont dits incompatibles lorsqu'ils ne peuvent coexister en solution.

2.4. Réaction avec dégagement gazeux

Certaines réactions peuvent conduire à la formation de bulles. Il se dégage un gaz facilement identifiable.

Leçon 2 : Quelques exemples d'identifications d'ions

1/. Exemples d'identification de quelques cations

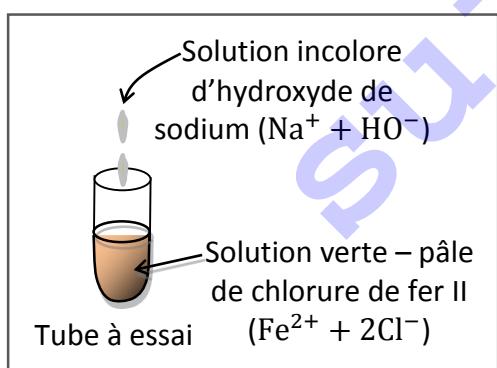
1.1. Identification de l'ion argent Ag^+

Dans un tube à essai contenant 3 mL d'une solution incolore de nitrate d'argent ($\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$), on verse une quelques gouttes d'une solution incolore de chlorure de sodium ($\text{Na}^+ + \text{Cl}^-$).

On observe la formation d'un précipité blanc, qui exposé à la lumière, noircit. Le précipité est le chlorure d'argent (AgCl) ; c'est le produit de la réaction entre l'ion Ag^+ et l'ion Cl^- suivant l'équation – bilan : $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl}$.

1.2. Identification de l'ion fer II Fe^{2+}

Expérience :



Observations : On observe la formation d'un précipité verdâtre d'hydroxyde de fer II Fe(OH)_2 . Il provient de la réaction entre les ions fer II et les ions hydroxyde suivant l'équation – bilan : $\text{Fe}^{2+} + 2\text{HO}^- \rightarrow \text{Fe(OH)}_2$.

1.3. Autres exemples d'identification de cations

Le tableau ci – dessous récapitule les tests de reconnaissance de certains cations :

Nom et couleur de l'ion à tester	Test	Réactif	Observation	Équation – bilan
Ion sodium Na^+ Incolore	À la flamme	/	Flamme jaune intense	/
Ion cuivre II Cu^{2+}	À la flamme	/	Flamme verte	/

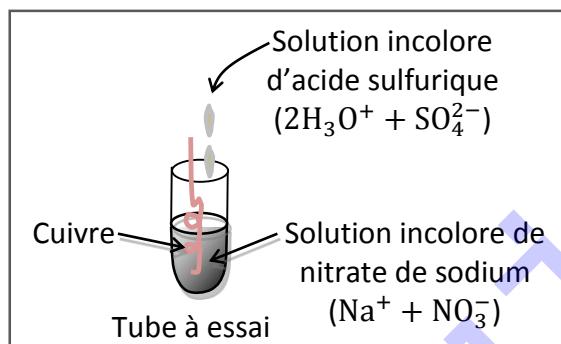
Chapitre 11 : Identification des ions

bleue	Précipitation	Ion HO ⁻	Précipité bleu d'hydroxyde de sodium	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{HO}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$
Ion baryum Ba ²⁺ Incolore	Précipitation	Ion sulfate SO ₄ ²⁻	Précipité blanc de sulfate de baryum	$\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_4$
Ion fer III Fe ³⁺ Rouille	Précipitation	Ion HO ⁻	Précipité vert d'hydroxyde de fer III	$\text{Fe}^{3+} + 3\text{HO}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$
Ion aluminium Al ³⁺ Incolore	Précipitation	Ion HO ⁻	Précipité blanc d'hydroxyde d'aluminium insoluble dans une solution d'ammoniac	$\text{Al}^{3+} + 3\text{HO}^- \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3$
Ion zinc Zn ²⁺ Incolore	Précipitation	Ion HO ⁻	Précipité blanc d'hydroxyde de zinc soluble dans une solution d'ammoniac	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{HO}^- \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2$

2/. Identification de quelques anions

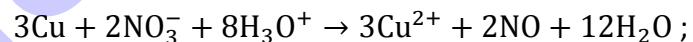
2.1. Identification de l'ion nitrate NO₃⁻

Expérience :



Observations : On un changement progressif de couleur (de l'incolore au bleu) de la solution et le dégagement d'un gaz incolore de monoxyde d'azote, qui au contact du dioxygène de l'air, se transforme en dioxyde d'azote.

Les équations – bilan des réactions qui ont lieu s'écrivent :



Puis : $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$.

2.2. Autres exemples d'identification d'anions

Le tableau ci – dessous récapitule les tests de reconnaissance de certains anions :

Nom et couleur de l'ion à tester	Test	Réactif	Observation	Équation – bilan
Ion chlorure Cl ⁻ Incolore	Précipitation	Ion Ag ⁺	Précipité blanc de chlorure d'argent qui noircit à la lumière	$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl}$
Ion sulfure S ²⁻ Incolore	Dégagement gazeux	Ion H ₃ O ⁺	Gaz incolore d'odeur d'œuf pourri : c'est le sulfure d'hydrogène	$\text{S}^{2-} + 2\text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$
	Précipitation	Ion Pb ²⁺	Précipité noir de sulfure de plomb	$\text{S}^{2-} + \text{Pb}^{2+} \rightarrow \text{PbS}$
Ion carbonate CO ₃ ²⁻ Incolore	Dégagement gazeux	Ion H ₃ O ⁺	Gaz qui trouble l'eau de chaux : c'est le dioxyde de carbone	$\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$

Chapitre 11 : Identification des ions

Ion sulfate SO_4^{2-} Incolore	Précipitation	Ion Ba^{2+}	Précipité blanc de sulfate de baryum	$\text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} \rightarrow \text{BaSO}_4$
Ion phosphate PO_4^{3-} Incolore	Précipitation	Ion Ag^+	Précipité jaune de phosphate d'argent	$\text{PO}_4^{3-} + 3\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4$

sujetexa.com

Bibliographie

- 01.** Programme officiel de CHIMIE du 2nd cycle ;
- 02.** Les Classiques africains, Les classiques camerounais, PHYSIQUE – CHIMIE, Secondes C et E ;
- 03.** Collection DEWATEK, PHYSIQUE – CHIMIE, Secondes C et E ;
- 04.** MAJORS en PHYSIQUE – CHIMIE, Secondes C et E ;
- 05.** Collection L'EXCELLENCE, PHYSIQUE – CHIMIE, 2^{nde} C ;
- 06.** Microsoft ® Encarta ® 2008. © 1993 – 2007 Microsoft Corporation ;
- 07.** Wikipédia.